

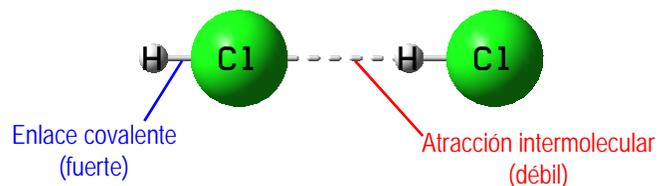
## FUERZAS INTERMOLECULARES

- Comparación molecular de gases, líquidos y sólidos
- Fuerzas intermoleculares
- Viscosidad y tensión superficial
- Cambios de fase
- Volatilidad, presión de vapor y punto de ebullición

### Fuerzas intramoleculares

La fuerza que mantiene unidos a los átomos de una molécula.

Es una fuerza química o intramolecular.



### Fuerzas intermoleculares

La fuerza que une a las moléculas unas con otras.

Es una fuerza física o intermolecular.

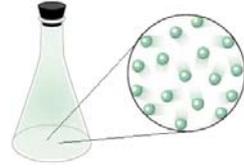
En general, las fuerzas intermoleculares poseen solo un 15% en magnitud que la fuerza de los enlaces iónicos o covalentes.

**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**

*Comparación molecular de gases, líquidos y sólidos*

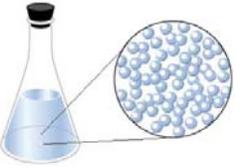
**Gas :**

- Adopta tanto el volumen como la forma del recipiente que lo contiene
- Es compresible
- Fluye con facilidad
- La difusión dentro del gas ocurre con rapidez



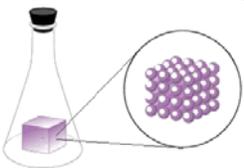
**Líquido :**

- Adopta la forma de la parte del recipiente que ocupa
- No se expande para llenar el recipiente
- Es prácticamente incompresible
- Fluye con facilidad
- La difusión dentro del líquido ocurre con lentitud

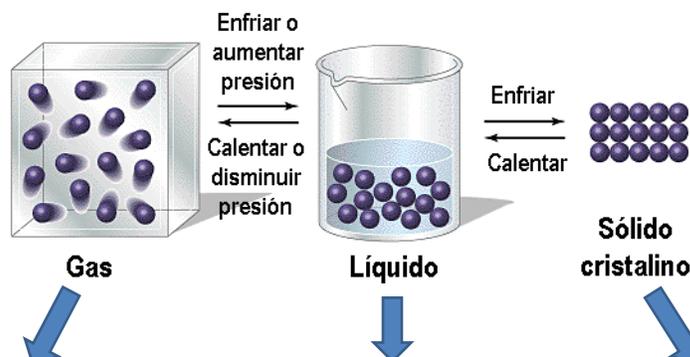


**Sólido :**

- Mantiene su propia forma y volumen
- Es prácticamente incompresible
- No fluye
- La difusión dentro del sólido ocurre con extrema lentitud



**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**



**Gas**

↓

- desorden total,
- mucho espacio vacío,
- partículas muy separadas,
- las partículas tienen libertad total de movimiento

**Líquido**

↓

- desorden,
- partículas cercanas entre sí,
- las partículas (o grupos de partículas) tienen cierta libertad para moverse unas con respecto a otras

**Sólido cristalino**

↓

- arreglo ordenado,
- partículas muy juntas,
- las partículas se encuentran esencialmente en posiciones fijas

**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**

**Gas**                      **Líquido**                      **Sólido cristalino**

La energía promedio de interacción entre las partículas es menor que su energía cinética promedio.

La energía promedio de interacción entre las partículas es suficiente para mantenerlas juntas, pero no para evitar que se muevan unas con respecto a otras

La energía promedio de interacción entre las partículas es suficiente para mantenerlas muy juntas y prácticamente fijas

El estado de agregación de una sustancia depende en gran medida de la relación entre la energía cinética de las partículas y la energía de interacción entre ellas.

**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**

El estado de agregación de una sustancia depende en gran medida de la relación entre la energía cinética de las partículas y la energía de interacción entre ellas.

Energía cinética:  $E_c = \frac{1}{2}mv^2$

Para los gases:  $v = \sqrt{\frac{3RT}{MM}}$

La velocidad y por lo tanto la energía cinética es directamente proporcional a la temperatura e inversamente proporcional a la masa molar de las partículas

Dependencia con la Temperatura
 Dependencia con la masa molar

**Fuerzas intermoleculares****Estructura**

El estado de agregación de una sustancia depende en gran medida de la relación entre la energía cinética de las partículas y la energía de interacción entre ellas.

*Fuerzas intermoleculares:*

*Fuerzas de interacción entre las moléculas que componen a las sustancias. Son más débiles que los enlaces iónicos o covalentes.*

*Por ejemplo se requiere una energía de 16 kJ/mol para vaporizar el HCl líquido, pero se necesitan 431 kJ/mol para romper el enlace H-Cl.*

*Por eso cuando una sustancia cambia de sólido a líquido a gas sus moléculas permanecen intactas.*

*Las propiedades de las sustancias relacionadas con un cambio en el estado de agregación (punto de fusión, punto de ebullición, etc) reflejan la intensidad de las fuerzas intermoleculares.*

*Por ejemplo, a P atmosférica el HCl hierve a  $-85^{\circ}\text{C}$ , mientras que el agua lo hace a  $100^{\circ}\text{C}$ . Esto quiere decir que las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de HCl son mucho más débiles que las que hay entre las moléculas de agua.*

**Fuerzas intermoleculares****Estructura**

*Tipos de atracción intermoleculares:*

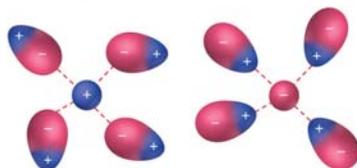


*Fuerzas de dispersión de London  
Atracciones dipolo-dipolo  
Enlaces por puente de hidrógeno  
Atracciones ion-dipolo (en solución)*

*Fuerzas de van der Waals*

*Atracciones ion-dipolo*

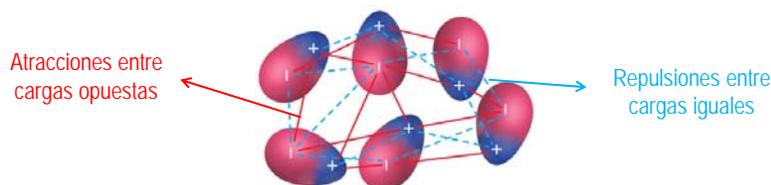
Tienen lugar entre un ión y la carga parcial del extremo de una molécula polar (los iones negativos son atraídos hacia el extremo positivo y los iones positivos son atraídos hacia el extremo negativo).



*Estas fuerzas tienen un papel muy importante cuando se disuelven sustancias iónicas en solventes polares.*

**Fuerzas intermoleculares****Estructura****Atracciones dipolo-dipolo**

Tienen lugar entre moléculas polares. La atracción ocurre cuando el extremo positivo de una molécula se encuentra cerca del extremo negativo de otra. Son más débiles que las atracciones ion-dipolo.

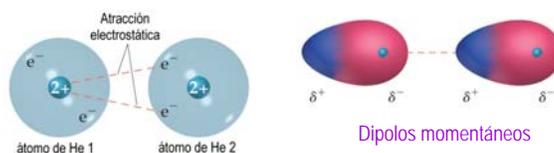


Para moléculas de masa y tamaño similares, la intensidad de las interacciones dipolo-dipolo aumenta con la polaridad de las moléculas.

Sustancia	Peso Molecular (uma)	Momento dipolar $\mu$ (D)	Punto de ebullición (K)
Propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	0.1	231
Éter dimetílico, $\text{CH}_3\text{OCH}_3$	46	1.3	248
Cloruro de metilo, $\text{CH}_3\text{Cl}$	50	1.9	249
Acetaldehído, $\text{CH}_3\text{CHO}$	44	2.7	294
Acetonitrilo, $\text{CH}_3\text{CN}$	41	3.9	355

**Fuerzas intermoleculares****Estructura****Fuerzas de dispersión de London (dipolo inducido-dipolo inducido)**

Tienen lugar cuando las moléculas se acercan y el movimiento de los electrones de una molécula puede crear un momento dipolar instantáneo, induciendo así también un momento dipolar en la molécula vecina.



La intensidad de las fuerzas de dispersión dependen de la facilidad con que pueda distorsionarse la distribución de carga de la molécula (polarizabilidad).

Halógeno	Peso Molecular (uma)	Punto de ebullición (K)	Gas Noble	Peso Molecular (uma)	Punto de ebullición (K)
$\text{F}_2$	38.0	85.1	He	4.0	4.6
$\text{Cl}_2$	71.0	238.6	Ne	20.2	27.3
$\text{Br}_2$	159.8	332.0	Ar	39.9	87.5
$\text{I}_2$	253.8	457.6	Kr	83.8	120.9
			Xe	131.3	166.1

En general las moléculas más grandes tienen mayor polarizabilidad ya que tienen mayor número de electrones y éstos se encuentran más lejos de los núcleos.

Como el tamaño y la masa en general aumentan de la misma manera, las fuerzas de dispersión tienden a aumentar cuando aumenta el peso molecular.

**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**

*Fuerzas de dispersión de London (dipolo inducido-dipolo inducido)*

La forma de las moléculas también influye en la magnitud de las fuerzas de dispersión. Mientras mayor sea la región de posible contacto entre las moléculas mayor será la fuerza de dispersión.



*n*-pentano  
P.Ebull.= 309.4 K



Neopentano  
P.Ebull.= 282.7 K

*Las fuerzas de dispersión existen en todas las moléculas ya sean polares o no polares.  
Las moléculas polares presentan interacciones dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión.  
Las moléculas no polares presentan fuerzas de dispersión pero no interacciones dipolo-dipolo.*

Al comparar las intensidades relativas de las atracciones intermoleculares:

- 1.- Si dos sustancias tienen pesos y formas comparables sus fuerzas de dispersión serán similares y la diferencia en las atracciones moleculares deberá a atracciones dipolo-dipolo.
- 2.- Si dos sustancias difieren mucho en sus pesos moleculares, y tienen momentos dipolares parecidos, las fuerzas de dispersión suelen determinar cuál tiene interacciones moleculares más fuertes.

**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**

*Enlace por puente de Hidrógeno*

Es un tipo especial de atracción intermolecular, que ocurre entre un átomo de H en un enlace polar (especialmente cuando el H está enlazado a N, O, o F) y un par de electrones no enlazantes en un átomo cercano con alta electronegatividad (generalmente átomos de N, O, o F) en otra molécula.



Puede considerarse como un tipo especial de interacción dipolo-dipolo (las más fuertes) ya que como los átomos de N, O y F son muy electronegativos los enlaces que forman con el H son muy polares.

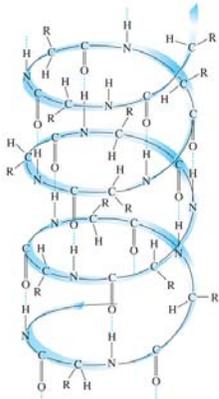
Como los átomos de H no tienen e- internos la carga del protón (en su núcleo) queda parcialmente expuesta por lo que la interacción con la nube electrónica de la molécula vecina es muy fuerte.

Además el átomo de H es muy pequeño, lo que permite que pueda acercarse mucho al átomo vecino, lo que también favorece la fuerza de la interacción.

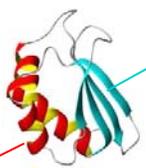
**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**

**Enlace por puente de Hidrógeno**

Este tipo de interacciones es responsable de las estructuras que presentamos anteriormente:



Proteína  $\alpha$ -hélice



Proteína  $\beta$ -lámina



ADN doble hélice

**Fuerzas intermoleculares** **Estructura**

**Enlace por puente de Hidrógeno**

También son responsables de algunas propiedades del  $\text{H}_2\text{O}$ , el  $\text{NH}_3$  y el  $\text{HF}$ .

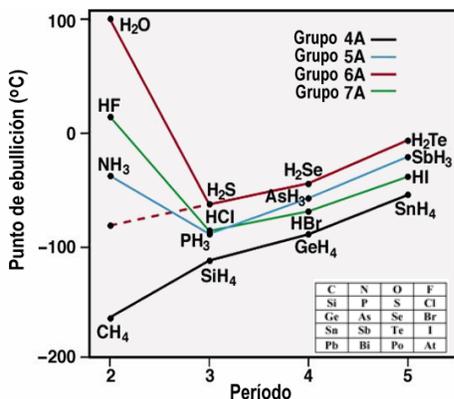
*Por ejemplo, en general el punto de ebullición aumenta cuando aumenta el peso molecular porque aumentan las fuerzas de dispersión. Sin embargo el punto de ebullición del agua es mucho mayor de lo que se esperaría con este razonamiento.*

*Esto indica que las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de agua son particularmente intensas.*

*Lo mismo pasa con los de  $\text{NH}_3$  y  $\text{HF}$*

*Las de los enlaces por puente de H en general varían de 5 a 25 kJ/mol.*

*Son más fuertes que las interacciones dipolo-dipolo, y las fuerzas de dispersión.*



Periodo	4A	5A	6A	7A
2	$\text{CH}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{HF}$	
3	$\text{SiH}_4$	$\text{PH}_3$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HCl}$
4	$\text{GeH}_4$	$\text{AsH}_3$	$\text{H}_2\text{Se}$	$\text{HBr}$
5	$\text{SnH}_4$	$\text{SbH}_3$	$\text{H}_2\text{Te}$	$\text{HI}$

**Fuerzas intermoleculares****Estructura**

Enlace por puente de Hidrógeno

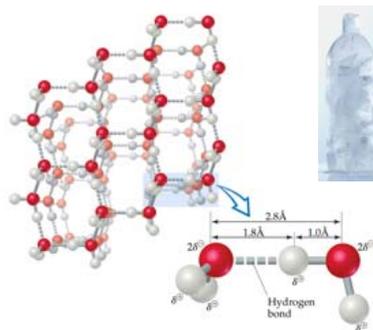
Las densidades del agua y el hielo...



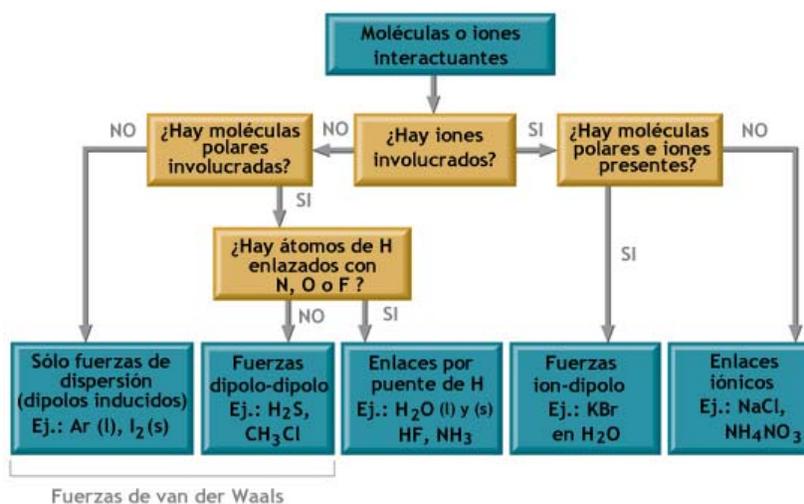
Parafina Agua

La mayoría de las sustancias son más densas en estado sólido que en estado líquido. Sin embargo para el agua ocurre lo contrario (el hielo flota en el agua).

El hecho de que el agua se expande cuando se congela puede explicarse por los puentes de H. En el hielo las moléculas de agua se encuentran en un arreglo ordenado en el cada una tiene interacciones de puente de H con otras cuatro, lo que hace que queden cavidades. Cuando el agua está líquida los puentes de H se rompen y se forman constantemente y no quedan cavidades.

**Fuerzas intermoleculares****Estructura**

Identificación sistemática de los tipos de fuerzas intermoleculares:



**Fuerzas intermoleculares****Estructura****Algunas propiedades de los líquidos:****Viscosidad:****Resistencia de un líquido a fluir**

Puede estimarse midiendo el tiempo que tarda cierta cantidad de líquido en fluir a través de un tubo fino bajo la influencia de la gravedad. Mientras mayor sea la viscosidad más tiempo demora.



También midiendo la velocidad a la que caen esferas a través del líquido. Mientras mayor sea la viscosidad menor la velocidad.



*La viscosidad depende de la fuerza con la que se atraen las moléculas y de sus características estructurales (se enredan o no). En general aumenta con el peso molecular y disminuye con la temperatura.*

Sustancia	Fórmula	Viscosidad (kg/ms) a 20°C
Hexano	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	3.26 × 10 <sup>-4</sup>
Heptano	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	4.09 × 10 <sup>-4</sup>
Octano	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	5.42 × 10 <sup>-4</sup>
Nonano	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	7.11 × 10 <sup>-4</sup>
Decano	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	1.42 × 10 <sup>-3</sup>

**Fuerzas intermoleculares****Estructura****Algunas propiedades de los líquidos:**

**Tensión superficial:** *Es la energía requerida para aumentar la superficie de un líquido en una unidad de área*

La superficie de los líquidos se comporta como si tuvieran una "piel elástica". Esto es causado por el desequilibrio en las fuerzas que actúan sobre las moléculas de la superficie (las moléculas en el interior son atraídas por igual en todas direcciones, mientras que las de la superficie experimentan una fuerza neta hacia el interior, reduciendo el área superficial).



**Esto causa la formación de gotas** (la esfera es el área superficial más pequeña para un volumen dado), y que **algunos insectos puedan caminar sobre el agua**



La tensión superficial del agua es elevada, debido a los enlaces por puente de H.

**Fuerzas intermoleculares****Estructura****Algunas propiedades de los líquidos:**

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a moléculas similares se conocen como *fuerzas de cohesión*.

Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a moléculas de una sustancia con una superficie se conocen como *fuerzas de adhesión*.

*Como las fuerzas de adhesión entre el agua y el vidrio son mayores que las fuerzas de cohesión entre las moléculas de agua, ésta “moja” al vidrio.*

*El agua en un tubo tiene un menisco cóncavo.*

*En el caso del mercurio las fuerzas de adhesión al vidrio son menores que las de cohesión, por eso el mercurio no “moja” el vidrio.*

*El mercurio en un tubo tiene un menisco convexo.*



Agua

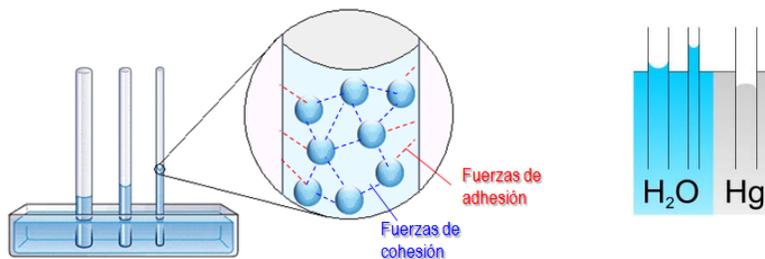
Mercurio

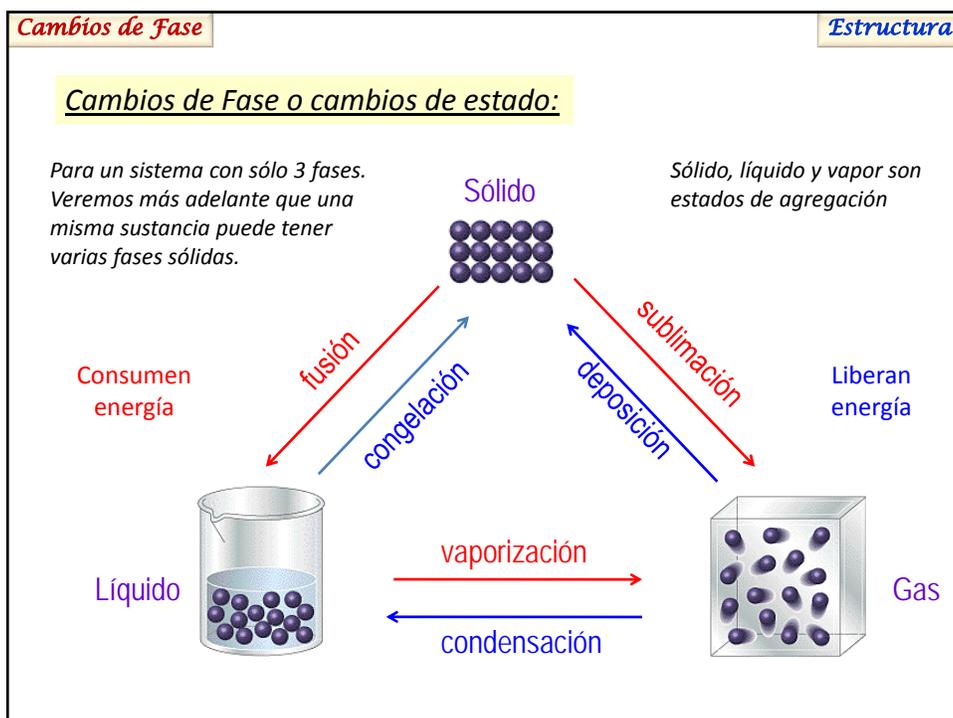
**Fuerzas intermoleculares****Estructura****Algunas propiedades de los líquidos:**

**Capilaridad o acción capilar:** cuando se coloca un tubo de diámetro pequeño en un líquido cuya fuerza de cohesión menor que la fuerza de adhesión al vidrio, el líquido asciende por el tubo.

El líquido asciende hasta que la fuerza de gravedad sobre éste equilibra la diferencia entre las fuerzas de adhesión y cohesión.

*La acción capilar ayuda a que el agua y los nutrientes disueltos en esta asciendan a las plantas.*





**Cambios de Fase** **Estructura**

Los cambios de fase siempre van acompañados por un cambio de energía.

Los procesos de congelación, condensación y deposición son exotérmicos ( $\Delta H < 0$ ).

Los procesos de fusión, vaporización y sublimación son endotérmicos ( $\Delta H > 0$ ).

Los calores de vaporización (para una misma sustancia) son siempre mayores que los de fusión. Esto es porque al pasar de líquido a vapor las interacciones entre las moléculas prácticamente desaparecen, mientras que al pasar de sólido a líquido muchas de las atracciones intermoleculares permanecen.

El calor de sublimación es la suma del calor de fusión y el calor de vaporización.

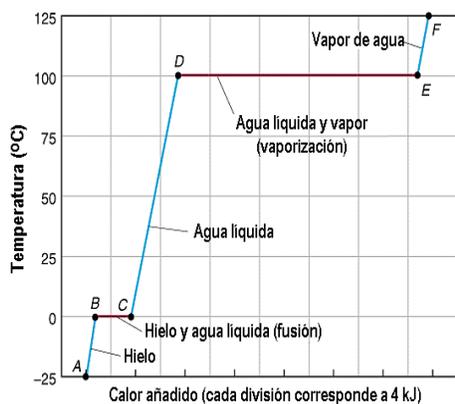
Sustancia	Entalpía de fusión (kJ/mol)	Entalpía de vaporización (kJ/mol)
Agua, H <sub>2</sub> O	6	41
Metano, CH <sub>4</sub>	1	8
Propano, CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>	3.5	16
Metanol, CH <sub>3</sub> OH	3.2	35
Etanol, CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	4.8	39
Mercurio, Hg	23	58

Mientras más fuertes sean las atracciones intermoleculares, mayores serán los calores de fusión y vaporización

## Cambios de Fase

## Estructura

## Curvas de calentamiento



Permite conocer el cambio de calor (entalpía) asociado a las transformaciones y las T a las que ocurren

Al añadir calor la temperatura del hielo aumenta. Mientras  $T < 0\text{ °C}$  permanece sólido.

A  $T = 0\text{ °C}$  el hielo empieza a fundirse. Como la fusión es un proceso endotérmico, mientras quede hielo todo el calor se usa para convertirlo en agua y la T permanece constante.

Una vez que está todo como agua al seguir añadiendo calor el agua se calienta hasta alcanzar  $T = 100\text{ °C}$ . Como la vaporización es un proceso endotérmico todo el calor se usa para convertir el agua en vapor y la T permanece constante.

Cuando toda el agua está en forma de vapor el calor añadido causa un aumento en la T del vapor.

## Cambios de Fase

## Estructura

## Presión de Vapor

Las moléculas pueden escapar de la superficie del líquido por evaporación. Por ejemplo si colocamos etanol en un recipiente cerrado y evacuado comenzará a evaporarse, con lo que la presión ejercida por el vapor comenzará a aumentar hasta llegar a un valor constante, al que se conoce como presión de vapor.

## ¿Por qué se evaporan los líquidos?

En cualquier momento algunas de las moléculas en la superficie de un líquido poseen suficiente energía cinética para superar las fuerzas de atracción con las moléculas cercanas y "escapar" hacia la fase gaseosa.

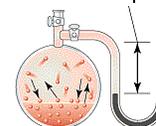
Mientras más débiles sean las interacciones intermoleculares mayor número de moléculas podrá escapar, y mayor será la presión de vapor.

**La presión de vapor de un líquido es la presión ejercida por su vapor cuando los estados líquido y vapor se encuentran en un equilibrio dinámico.**



Etanol líquido

$P_{\text{gas}} =$  Presión de vapor de equilibrio



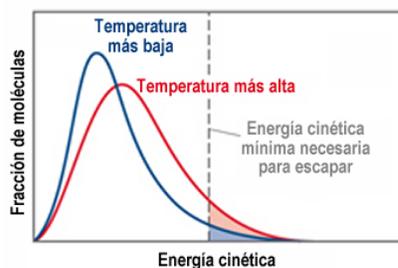
Es un equilibrio dinámico, la velocidad con que las moléculas escapan del líquido es igual que la velocidad con que regresan

**Cambios de Fase****Estructura****Volatilidad, presión de vapor y temperatura**

Cuando ocurre la vaporización en un recipiente abierto, el equilibrio entre líquido y vapor nunca se establece (el vapor se dispersa alejándose del líquido) por lo que el líquido se evapora hasta sequedad.

Las sustancias con presión de vapor elevada (como la gasolina) se evaporan más rápidamente que las sustancias con presión de vapor baja (como el aceite).

A los líquidos que se evaporan rápidamente se les llama *volátiles*.



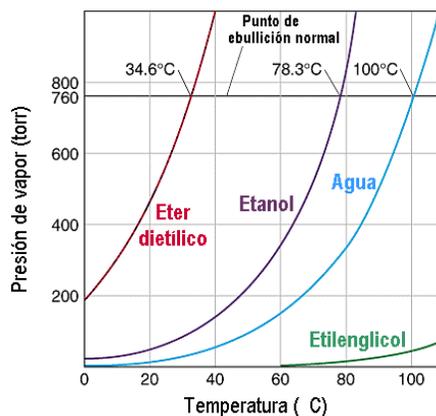
*La presión de vapor aumenta con la temperatura (el agua caliente se evapora más rápido que el agua fría). Esto es porque al aumentar la T aumenta la energía cinética de las partículas y por tanto la fracción con energía suficiente para vencer las fuerzas intermoleculares que la unen a las partículas cercanas*

**Cambios de Fase****Estructura****Presión de vapor y punto de ebullición**

Un líquido ebulle (hierve) cuando su presión de vapor se iguala a la presión externa que actúa sobre la superficie del líquido.

La temperatura a la que hierve un líquido aumenta cuando se incrementa la presión externa y disminuye cuando se reduce la presión externa.

El punto de ebullición es la temperatura a la que ebulle un líquido a 1 atm (760 mm Hg, 760 torr) de presión

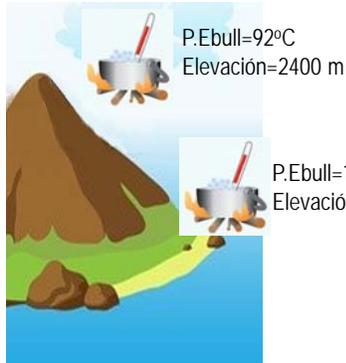


**Cambios de Fase**

**Estructura**

**Presión de vapor y punto de ebullición**

*El punto de ebullición es importante para muchos procesos que involucran el calentamiento de líquidos (incluyendo cocinar)*



P.Ebull=92°C  
Elevación=2400 m

P.Ebull=100°C  
Elevación=0 m

Una presión reducida hace que el agua hierva a una temperatura más baja, por lo que se necesita más tiempo para cocinar los alimentos.

Una mayor presión hace que el agua hierva a mayor temperatura, lo que ocasiona que los alimentos se calienten más y se cocinen más rápido

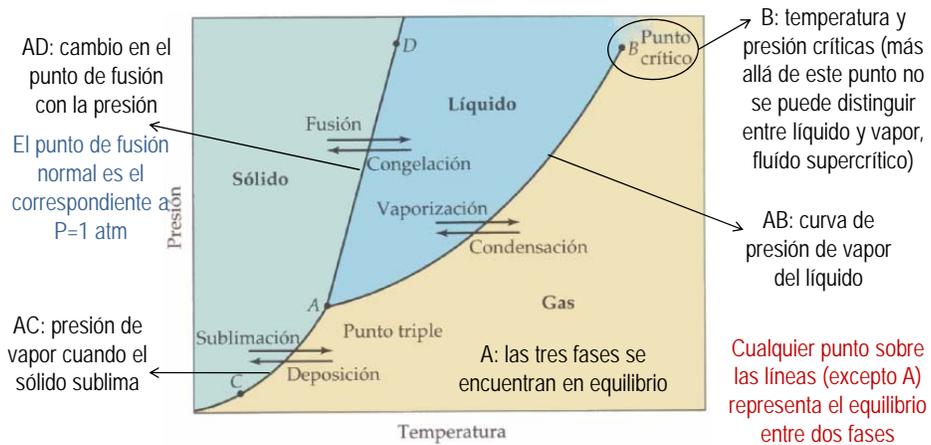


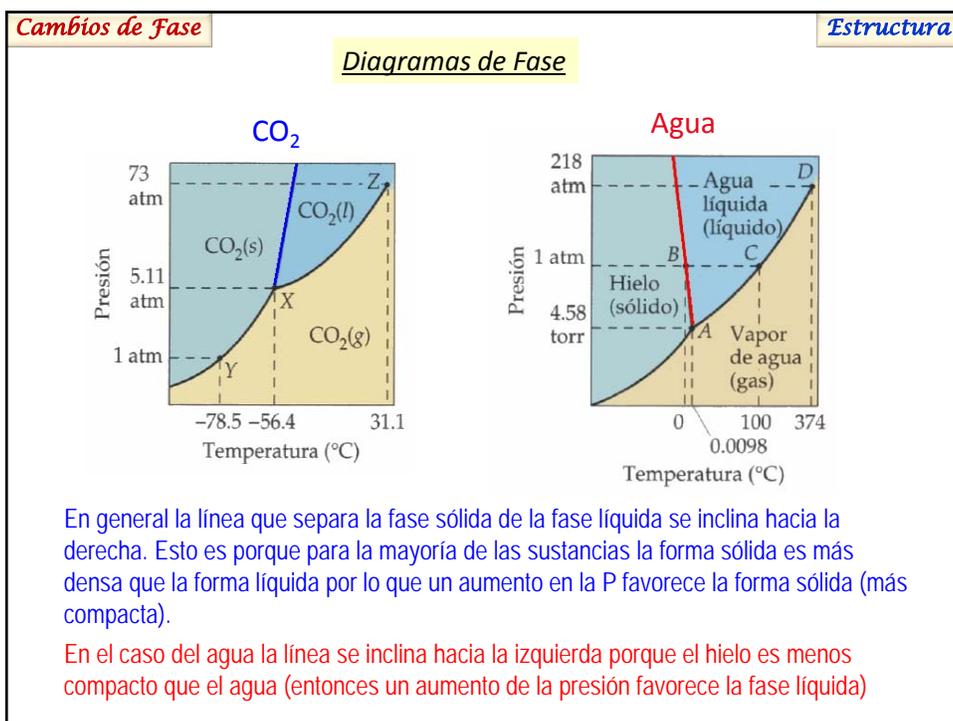
**Cambios de Fase**

**Estructura**

**Diagramas de Fase**

Un diagrama de fase es una forma gráfica de representar las condiciones en las cuales existen equilibrios entre los diferentes estados de la materia.





*Estructura*



**PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**  
**COMPARACIÓN MOLECULAR DE GASES, LÍQUIDOS Y SÓLIDOS**

1.- Indique si cada una de las siguientes aseveraciones sobre una cierta sustancia molecular A son verdaderas o falsas:

- El promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase sólida es mayor que el promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase líquida.
- La hibridación de los átomos que conforman las moléculas de A cambia cuando se pasa del estado gaseoso al estado líquido.
- Las moléculas de A se encuentran en un acomodo ordenado en la fase sólida, en cambio en la fase gaseosa se encuentran totalmente desordenadas.
- El promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase líquida es menor que el promedio de la energía cinética de las moléculas de A en la fase gaseosa.
- Al calentar A en fase sólida sus moléculas pierden energía cinética.
- Al calentar A en fase líquida sus moléculas ganan energía cinética.

2.- Si a presión constante se enfría un gas lo suficiente, se transformará en un líquido ¿Por qué?

3.- ¿Cuál es el efecto del enfriamiento sobre la energía cinética promedio de las partículas de una sustancia si el proceso se lleva a cabo manteniendo la presión constante?

*Estructura*



**PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**  
**FUERZAS INTERMOLECULARES**

4.- Define y da un ejemplo de cada uno de los siguientes tipos de fuerzas intermoleculares:

- Fuerzas dipolo-dipolo.
- Fuerzas ion-dipolo.
- Fuerzas de dispersión de London.
- Fuerzas de Van der Waals.
- Puentes de hidrógeno.

9.- ¿Qué tipo de fuerzas de atracción hay que vencer para

- fundir hielo?
- hervir Br<sub>2</sub>?
- fundir NaCl?
- disociar la molécula de F<sub>2</sub> en átomos de F?

10.- Indique la naturaleza de la principal fuerza de atracción entre las moléculas de:

$$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$

a)

$$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{F} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$

b)

11.- Acomoda las siguientes moléculas en orden creciente de polarizabilidad: F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>. Justifica tu respuesta.

*Estructura*

 **PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**  
**FUERZAS INTERMOLECULARES**

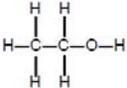
14.- Indica el tipo de fuerzas intermoleculares que existen entre los siguientes pares de moléculas:

- HBr y H<sub>2</sub>S.
- Cl<sub>2</sub> y CBr<sub>4</sub>.
- HF y NO<sub>3</sub>.

15.- Indica cuál(es) de las siguientes moléculas no puede(n) formar puentes de hidrógeno, y en el caso de las moléculas con capacidad para formar puentes de hidrógeno, dibuja el puente de hidrógeno formado.

a) HF.

b) 

c) 

d) 

16.- En la siguiente tabla se presentan las temperaturas de ebullición, fusión y otras propiedades de las sustancias: PH<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, Fe y NaCl. Con base en esta información, ubíquelas y complete los espacios en blanco.

Sustancia				
Temperatura de fusión / °C	800	-133	-78	1500
Temperatura de ebullición / °C	1400	-87.7	-33	3000
Tipo de enlace				
Fuerzas intermoleculares	Atracciones electrostáticas			Enlaces metálicos
Estado de agregación a T ambiente				
Disolución en agua	Si			No

*Estructura*

 **PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**  
**VISCOSIDAD Y TENSIÓN SUPERFICIAL**

26.- ¿Cuál es la relación entre las fuerzas intermoleculares y la tensión superficial? ¿Cuál es la relación entre las fuerzas intermoleculares y la viscosidad? ¿Cómo cambian la viscosidad y la tensión superficial de los líquidos al hacerse más intensas las fuerzas moleculares?

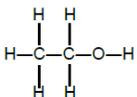
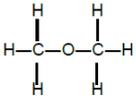
27.- ¿Cómo cambian la viscosidad y la tensión superficial de los líquidos al aumentar la temperatura?

28.- ¿Qué son las fuerzas de cohesión, de adhesión y la acción capilar? Utiliza el agua y el mercurio como ejemplos para explicar la adhesión y la cohesión.

29.- A pesar de que el acero inoxidable es mucho más denso que el agua, una navaja de rasurar puede flotar en el agua. ¿Por qué?

30.- ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua?

31.- ¿Cuál de los líquidos siguientes tiene menor tensión superficial:

 Etanol,      o       éter dimetílico?

*Estructura*

 **PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**  
**VISCOSIDAD Y TENSION SUPERFICIAL**

32.- ¿Qué líquido de los siguientes esperarías que tuviera la menor viscosidad:

$$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ | \quad | \quad | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$$
 Agua,                      o                      éter dietílico?

33.- Explica por qué, a la misma temperatura, el helio líquido tiene una tensión superficial menor que la del neón líquido.

34.- Establecer cuál sustancia en cada uno de los siguientes pares se espera que sea más viscosa y explicar por qué:

a)  $\text{CH}_4$  o  $\text{SiH}_4$ .

b)  $\text{NH}_3$  o  $\text{PH}_3$ .

$$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ | \quad | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array} \quad \text{o} \quad \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$$

c) .

*Estructura*

 **PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**  
**CAMBIOS DE FASE**

36.- ¿Qué es un cambio de fase? Menciona todos los posibles cambios de fase que pueden ocurrir entre los diferentes estados de una sustancia. ¿Cuáles de estos cambios de fase son exotérmicos y cuáles son endotérmicos?

37.- ¿Qué es una curva de calentamiento y que información puedes obtener a partir de ella?

39.- Ordena los siguientes compuestos de menor a mayor punto de fusión:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . Justifica tu respuesta.

40.- Indica para cuál sustancia en cada uno de los pares siguientes esperarías un mayor punto de fusión:

$$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{C} \quad \text{C} \\ \backslash \quad / \\ \text{C} \\ | \\ \text{Cl} \end{array} \quad \text{o,} \quad \begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{C} \quad \text{C} \\ \backslash \quad / \\ \text{C} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$

a) .

b)  $\text{HF}$  o  $\text{HCl}$

c)  $\text{Ar}$  o  $\text{Xe}$

41.- Las sustancias  $\text{ICI}$  y  $\text{Br}_2$  tienen aproximadamente igual masa molar, pero el  $\text{Br}_2$  funde a  $-7.2^\circ\text{C}$ , mientras que el  $\text{ICI}$  funde a  $27.2^\circ\text{C}$ . Explica este comportamiento.

	<b>PROBLEMARIO</b>	<i>Estructura</i>
		<b>UNIDAD 5</b>
<b>PUNTO DE EBULLICIÓN, VOLATILIDAD Y PRESIÓN DE VAPOR</b>		
<p>42.- ¿Qué es el punto de ebullición normal de una sustancia y cuál es la importancia de conocerlo?</p> <p>43.- Acomoda los compuestos siguientes en orden creciente de sus puntos de ebullición: H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>O, Ne, CH<sub>4</sub> y KBr.</p> <p>44.- Indica cuál sustancia en cada uno de los pares siguientes presentará un mayor punto de ebullición:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>Ne o Xe.</li> <li>CO<sub>2</sub> o CS<sub>2</sub>.</li> <li>CH<sub>4</sub> o Cl<sub>2</sub>.</li> <li>F<sub>2</sub> o LiF.</li> <li>NH<sub>3</sub> o PH<sub>3</sub>.</li> </ol> <p>45.- Los compuestos binarios formados por el hidrógeno con los elementos del grupo IVA son: CH<sub>4</sub> (-162°C), SiH<sub>4</sub> (-112°C), GeH<sub>4</sub> (-88°C) y SnH<sub>4</sub> (-52°C), respectivamente. Los valores de temperatura mostrados entre paréntesis corresponden a los puntos de ebullición. Explica la tendencia de incremento en los puntos de ebullición al descender en el grupo.</p> <p>56.- ¿Para cuál de los líquidos siguientes esperarías la mayor volatilidad: CCl<sub>4</sub>, CBr<sub>4</sub> o Cl<sub>4</sub>? Justifique tu elección.</p> <p>57.- ¿Cuáles, de las siguientes propiedades, influyen en la presión de vapor de un líquido en un recipiente cerrado?</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>El volumen sobre el líquido.</li> <li>La cantidad de líquido presente.</li> <li>La temperatura.</li> <li>Las fuerzas intermoleculares entre las moléculas del líquido.</li> </ol>		

	<b>PROBLEMARIO</b>	<i>Estructura</i>
		<b>UNIDAD 5</b>
<b>PUNTO DE EBULLICIÓN, VOLATILIDAD Y PRESIÓN DE VAPOR</b>		
<p>59.- ¿Qué es un diagrama de fases? ¿Qué información útil puedes obtener a partir del análisis de un diagrama de fases?</p> <p>60.- Explica en qué difiere el diagrama de fases del agua del de la mayoría de las sustancias puras. ¿Qué propiedad del agua determina la diferencia?</p> <p>61.- A partir del diagrama de fases del agua, describe los cambios de fase que pueden ocurrir en los casos siguientes:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>El vapor de agua, originalmente a <math>1 \times 10^{-3}</math> atm y -0.10°C, se comprime lentamente a temperatura constante hasta que la presión final es de 10 atm.</li> <li>Una cierta cantidad de agua, originalmente a -10°C, y 0.30 atm, se calienta a presión constante hasta llegar a 80°C.</li> </ol> <p>62.- El punto de ebullición normal y el punto de congelación normal del dióxido de azufre son -10°C y -72.7°C, respectivamente. El punto triple es -75.5°C y <math>-1.65 \times 10^{-3}</math> atm, y su punto crítico es 157°C y 78 atm. Con esta información, dibuja el diagrama de fases para el SO<sub>2</sub>.</p>		

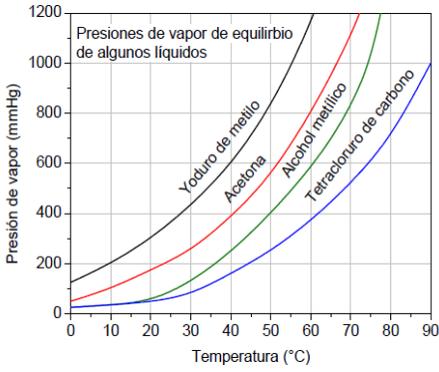
*Estructura*

 **PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**

**PUNTO DE EBULLICIÓN, VOLATILIDAD Y PRESIÓN DE VAPOR**

63.- A partir de la gráfica siguiente que muestra las presiones de vapor de algunos líquidos en función de la temperatura, conteste las siguientes preguntas:



Presiones de vapor de equilibrio de algunos líquidos

a) ¿La fase estable de la acetona a temperatura ambiente y presión atmosférica (760 mmHg) es?

b) ¿La transición de fase que se presenta en el enfriamiento del alcohol metílico de 80 °C a 50 °C a una presión constante de 800 mmHg se denomina?

c) ¿De los cuatro líquidos, el de mayor punto de ebullición normal es?

d) ¿De los cuatro líquidos, el de mayor presión de vapor a temperatura ambiente es?

e) Si las fórmulas de las sustancias son: CH<sub>3</sub>I (yoduro de metilo), CH<sub>3</sub>COCH<sub>3</sub> (acetona), CH<sub>3</sub>OH (alcohol metílico) y CCl<sub>4</sub> (tetracloruro de carbono). ¿El líquido que presenta fuerzas intermoleculares de puente de hidrógeno es?

*Estructura*

 **PROBLEMARIO**

**UNIDAD 5**

**PUNTO DE EBULLICIÓN, VOLATILIDAD Y PRESIÓN DE VAPOR**

64.- Dos cacerolas con agua líquida están sobre quemadores diferentes. Una cacerola hierve de manera vigorosa ( $T_a$ ), mientras que la otra hierve lentamente ( $T_b$ ). Para la temperatura de los recipientes selecciona la respuesta correcta:

i)  $T_a = T_b$       ii)  $T_a > T_b$       iii)  $T_a < T_b$

65.- Dos recipientes cerrados a la misma temperatura contienen agua. Si el volumen de uno de ellos ( $V_a$ ) es mayor que el volumen del otro ( $V_b$ ). Para las presiones de vapor en los recipientes selecciona la respuesta correcta:

i)  $P_{\text{vapor de a}} = P_{\text{vapor de b}}$       ii)  $P_{\text{vapor de a}} > P_{\text{vapor de b}}$       iii)  $P_{\text{vapor de a}} < P_{\text{vapor de b}}$